

Entalpie H

= Údaj o celkové látky, není možné ji změřit, ale můžeme měřit entalpie: ΔH

Změna entalpie ΔH

= Změna energie v reakci, k níž dochází při konstantních, reaktanty a produkty jsou stejné (energie přijaté reakčním systémem).

$\Delta H > 0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \Rightarrow$ reakce potřebuje energii, tepelná energie je přeměněna na.....
energií \Rightarrow **ENDOTERMICKÁ/EXOTERMICKÁ** reakce

$\Delta H < 0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \Rightarrow$ energie se při reakci uvolňuje, energie je přeměněna na
..... energií \Rightarrow **ENDOTERMICKÁ/EXOTERMICKÁ** reakce. Uvolněnou energií se
..... teplota systému, a ta se pak opět vrátí k normálu, jak je teplo odvedeno do okolí.

Změna standardní entalpie ΔH°

= Změna entalpie, která nastává za standardního tlaku 101 325 Pa a teploty 298 K (25°C).

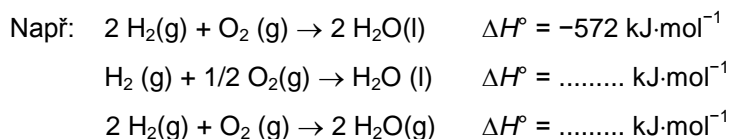
1. Klasifikujte tyto změny jako exotermické nebo endotermické:

- Vodní pára kondenzuje v oblacích.
- H_2SO_4 se rozpouští ve vodě a teplota se zvyšuje.
- Suchý led (pevný CO_2) samovolně sublimuje při pokojové teplotě.
- NaCl se smíchá s ledem v poměru 1:3 a teplota okolí poklesne na -20°C .
- Kyslík a vodík se explozivně spojí za vzniku vody.

Termochemická rovnováha

Rovnice shrnující všechny informace potřebné k provedení energetické studie

- Množství reaktantů a produktů (v molech)
- Skupenství reaktantů a produktů: $s = \dots\dots\dots$
 $l = \dots\dots\dots$
 $g = \dots\dots\dots$
 $aq = \dots\dots\dots$
- Množství energie v reakci



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

2. *Použijte rovnice pro výpočet změny entalpie když:*
 - a. 4 moly kapalné vody jsou vytvořeny z prvků
 - b. 5 molů vodíku shoří s kyslíkem za vzniku kapalné vody
 - c. 64 gramů kyslíku reaguje s vodíkem za vzniku vodní páry

3. $2 \text{ Al (s)} + 3 \text{ Cl}_2(\text{l}) \rightarrow 2 \text{ AlCl}_3(\text{s}) \quad \Delta H^\circ = -705.63 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Vypočítejte změnu entalpie v reakci, když reaguje 270 g hliníku s chlorem za tvorby chloridu hlinitého.

4. *Napište termochemickou rovnici ukazující, jak je 1 mol uhlíku dokonale spálen v kyslíku a uvolní se 394 kJ tepla.*

5. *Vypočítejte změnu entalpie úplného spálení:*
 - a. 3 molů uhlíku
 - b. 0.1 molů uhlíku
 - c. 6 g uhlíku
 - d. 50 g uhlíku

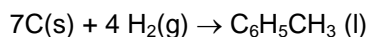
6. *Jaké množství uhlíku by mělo být spáleno na výrobu:*
 - a. 788 kJ
 - b. 1000 kJ

Tabulkové změny entalpie:

Určité typy reakcí a jejich entalpická změna jsou uvedeny v tabulkách

Změna standardní slučovací entalpie ΔH_f° (teplo)

Teplo pohlceno, když je jeden mol látky vytvořen přímo z prvků za standardních podmínek. Například slučovací entalpie toluenu: $\Delta H_f^\circ [\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 (\text{l})] = 12 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ odpovídá reakci popsané rovnicí:



$$\Delta H_f^\circ[\text{prvky (ve standardním stavu)}] = \dots\dots \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

7. *Změna slučovací entalpie uhličitanu barnatého je $-1922 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Napište kompletní termochemickou rovnici pro tuto změnu entalpie.*
8. *Zapište termochemické rovnice pro změny entalpií, v tabulkách najdete hodnoty, které k tomu potřebujete.*
 - a. $\Delta H_f^\circ[\text{CuSO}_4\cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{s})]$
 - b. $\Delta H_f^\circ[\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})]$
 - c. $\Delta H_f^\circ[\text{KClO}_3(\text{s})]$

Standardní změna spalného tepla ΔH_c° (teplo

= Změna entalpie, při které je spálen jeden mol látky v nadbytku kyslíku za standardních podmínek. Zejména pro organické látky (látky obsahující uhlík, vodík a kyslík) které hořením poskytují oxid uhličitý a vodu.

9. Spalné teplo toluenu je $-3910 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Napište kompletní termochemickou rovnici pro tuto změnu entalpie.

10. Zapište termochemické rovnováhy pro změny entalpií, v tabulkách najdete hodnoty, které k tomu potřebujete.

- $\Delta H_c^\circ[\text{HCOOH}(l)]$ (kyselina mravenčí)
- $\Delta H_c^\circ[\text{C}_6\text{H}_6(l)]$ (benzen)
- $\Delta H_c^\circ[\text{CH}_3\text{OH}(l)]$ (methanol)
- $\Delta H_c^\circ[\text{Ca}(s)]$
- $\Delta H_c^\circ[\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2(l)]$ (nitrobenzen)

11. Určete, které veličiny popisují změny entalpií v těchto reakcích:

- $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) + 3 \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{CO}_2(g) + 3 \text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{H}_2(g) + 1/2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$
- $\text{P}(red) + 5/4 \text{O}_2(g) \rightarrow 1/4 \text{P}_4\text{O}_{10}(s)$

Použitím vašich tabulek s entalpiemi přiřipšte ke každé reakci změnu entalpie.

12. Napište kompletní termochemickou rovnováhu následujících reakcí:

- standardní spalné teplo ethenu, C_2H_4
- standardní slučovací teplo chloridu hořečnatého, MgCl_2
- standardní slučovací teplo kyseliny octové, CH_3COOH

13. Napište termochemické rovnice (včetně hodnot ΔH°) reprezentující následující reakce za standardních podmínek:

- spalování 2 molů síry
- vytvoření 1 molu chloridu hlinitého z prvků
- spalování 1 molu pentanu, $\text{C}_5\text{H}_{12}(g)$

První termochemický zákon

14. Použijte tabulky pro zapsání termochemických rovnic u těchto příkladů:

- vznik $\text{HI}(g)$
- rozklad $\text{HI}(g)$ na vodík a jod

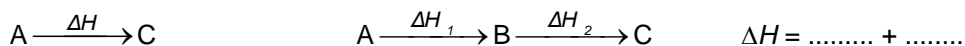
- c. změna entalpie spalování glukosy
d. fotosyntéza

Hodnoty změn entalpií v reakcích probíhajících zleva do prava jsoujako u reakcí probíhajících opačným směrem až na

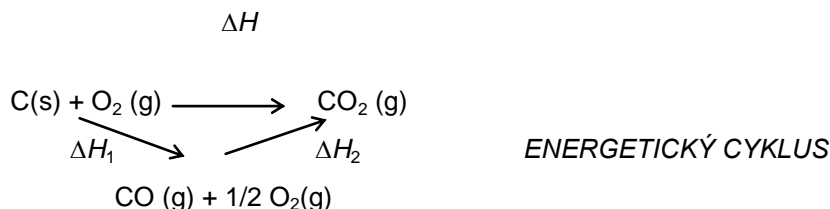
Druhý termochemický zákon



Hessův zákon: Celková změna standardní entalpie v reakci je rovna součtu změn entalpií v jejich jednotlivých krocích.



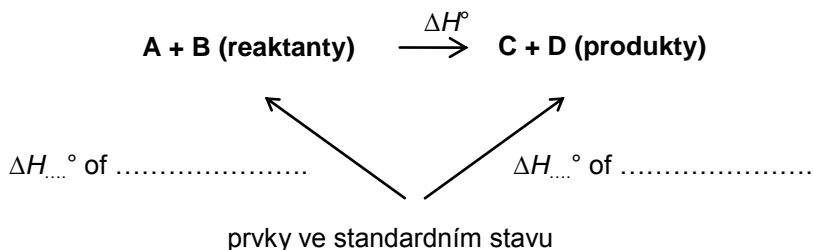
Reakční teplo nezávisí na cestě reakce, ale jenom na počátečním a konečném stavu reaktantů a produktů.



15. Užitím druhého termochemického zákona a energetického cyklu vypočítejte změnu entalpie v reakci $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$, máte dány následující termochemické rovnice:



16. Užitím druhého termochemického zákona vypočítejte změnu entalpie v reakci a zapište energetický cyklus pro tuto reakci $\text{PbO(s)} + 1/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{PbO}_2 (\text{s})$ $\Delta H_f^\circ[\text{PbO(s)}] = -219 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $\Delta H_f^\circ[\text{PbO}_2(\text{s})] = -277.4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

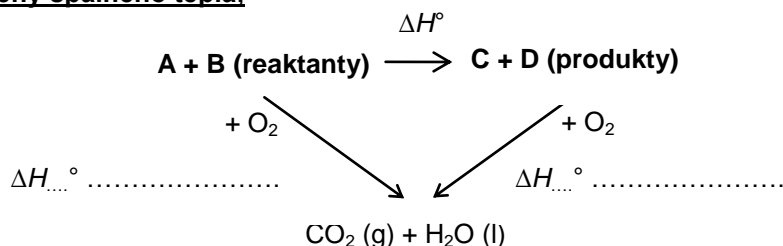
Výpočet změny standardní entalpie
1. ze změny slučovacího tepla, ΔH_f°


$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\dots\dots\dots) - \sum \Delta H_f^\circ (\dots\dots\dots)$$

 17. Vypočítejte změnu entalpie v reakci užitím ΔH_f° .

- a. $2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightarrow 3 \text{S}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ($\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{S}(\text{g})) = -20.63 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) ($-233 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
- b. $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ($-726.5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
- c. $\text{ZnCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{ZnO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ ($-71 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
- d. $2 \text{Al}(\text{s}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ ($-851 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
- e. $\text{MgO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{MgCO}_3(\text{s})$,
 $\Delta H_f^\circ(\text{MgCO}_3(\text{s})) = -20.63 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ($974 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
- f. $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$ ($250.5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
- g. $1/2 \text{N}_2(\text{g}) + 3/2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + 3/4 \text{O}_2(\text{g})$ ($383 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
- h. $\text{HCl}(\text{g}) + \text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}(\text{g})$ ($\Delta H_f^\circ[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}(\text{g})] = -106.7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) ($-66.7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
- i. $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$ ($-176 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

18. Klasifikujte každou reakci jako exotermickou nebo endotermickou.

2. ze změny spalného tepla,


$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_c^\circ (\dots\dots\dots) - \sum \Delta H_c^\circ (\dots\dots\dots)$$

 19. Vypočítejte změnu entalpie v reakci užitím ΔH_c°

- a. $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ $\Delta H_c^\circ[\text{H}_2(\text{g})] = \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})]$ ($-311 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
- b. $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ ($-137 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

- c. $C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$ $\Delta H_c^\circ[H_2O(l)] = 0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ voda je produktem hoření $(-44 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$
- d. $C_2H_5OH(l) \rightarrow CH_3CHO(l) + H_2(g)$ $(99 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$
- e. $C_2H_5OH(l) + O_2(g) \rightarrow CH_3COOH(l) + H_2O(l)$ $(-492 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$
- f. $2CH_3OH(l) \rightarrow H_2O(l) + CH_3OCH_3(g)$ $(\Delta H_d[CH_3OCH_3(g)] = -1460 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$ $(-18 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$

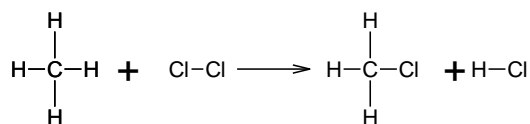
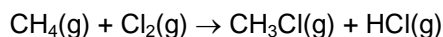
3. z vazebných entalpií, H_D

Entalpie vazby = energie potřebná k přerušení vazeb v molekule

Chemická reakce = rozbití vazeb v reaktantech (potřeba energie) + vznik nových vazeb u produktů (uvolňování energie)

Příklad:

Vypočítejte změnu entalpie v reakci užitím vazebných energií



Vazba zaniká:

(energie

Vazba vzniká:

(energie

$$\Delta H_r = \sum H_D(\text{vazby} \dots\dots\dots \text{v} \dots\dots\dots) - \sum H_D(\text{vazby} \dots\dots\dots \text{v} \dots\dots\dots)$$

20. Vypočítejte standardní změnu entalpie pro následující reakce užitím H_D . Použijte hodnoty z tabulek a následující údaje: $H_D(\text{C}=\text{C})_{\text{v } C_3H_8} = 598 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $H_D(\text{C}-\text{C})_{\text{v } C_3H_8} = 356 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $H_D(\text{C}-\text{Br}) = 284 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $H_D(\text{C}-\text{Cl})_{\text{v } C_2H_5Cl} = 340 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (je stejná ve všech halogenalkanech), $H_D(\text{C}-\text{OH}) = 427 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $H_D(\text{C}-\text{I}) = 238 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $H_D(\text{C}=\text{C})_{\text{v } C_2H_4} = 682 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Pro $H_D(\text{C}-\text{H})$ a $H_D(\text{C}-\text{C})$ v etanolu (C_2H_5OH) a jodetanu (C_2H_5I) použijte hodnoty pro odpovídající $H_D(\text{C}-\text{H})$ a $H_D(\text{C}-\text{C})$ v etanu (C_2H_6) (v tabulkách).

- $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2 \text{ HCl}(g)$
- $CH_2=CH-CH_3(g) + Br_2(l) \rightarrow CH_2BrCHBrCH_3(l)$
- $C_2H_6(g) + Cl_2(g) \rightarrow C_2H_5Cl(g) + HCl(g)$,
- $C_2H_4(g) + H_2O(g) \rightarrow C_2H_5OH(g)$
- $C_2H_4(g) + HI(g) \rightarrow C_2H_5I$

Další otázky:

- $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(l)$ $\Delta H = -2.19 \text{ MJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, vypočítejte:
 - teplo vzniklé spálením jednoho gramu propanu (49.77 kJ)
 - ΔH pro tvorbu 3 molů CO_2 spálením propanu (-3.65 MJ)

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

2. $2 \text{Fe(s)} + 3/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \quad \Delta H = -831.1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160$
 Vypočítejte teplo z těchto reakcí kdy:
- reaguje 0.1 mol železa (41.555 kJ)
 - reaguje 0.5 mol železa (207.775 kJ)
 - je vytvořeno 320 g produktu (1662.2 kJ)
 - je vytvořeno 400 g produktu (2077.75 kJ)
3. Jaké teplo se uvolní, když spálíme 50 dm³ etanu? $\Delta H_c[\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})] = -1560 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$,
 $V_m(\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})) = 22.4 \text{ dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}$ (3482 kJ)
4. Vypočítejte teplo hydrogenace etenu $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ z následujících dat:
- $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -1410.9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - $2\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -3119.1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -285.9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- (-637.25 kJ·mol⁻¹)
5. Užijte rovnici (i) a (ii) zjistěte změny slučovací entalpie FeO(s) a Fe₂O₃(s) a užijte je pro výpočet změny entalpie v následující reakci:
 $2 \text{FeO(s)} + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ a rozhodněte zda je reakce exotermická nebo endotermická.
- $\text{Fe(s)} + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{FeO(s)} \quad \Delta H = -269.2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - $2 \text{Fe(s)} + 3/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \quad \Delta H = -831.1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- (-292.7 kJ·mol⁻¹)
6. $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H^\circ = -571.8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ Určete uvolněná tepla, když
- v reakční směsi je 7 molů vodíku a 3 moly kyslíku (17154 kJ)
 - reaguje 1 mol H₂ a 0.5 molu O₂? (285.9 kJ)
 - vzniká 5 molů vody? (1429.5 kJ)
7. $\text{SO}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \quad \Delta H = -97.7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Jaké je ΔH reakce, kdy vznikají 2 moly oxidu siřevého? (195.4 kJ)
 - Jaké je ΔH reakce, při které reagují 2 moly oxidu siřičitého s kyslíkem? (-195.4 kJ)
8. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -804 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 Spočítejte teplo uvolněné když:
- je spáleno 0.5 molu metanu? (402 kJ)
 - je spáleno 2.5 molu metanu? (2010 kJ)
 - vzniká 22 g oxidu uhličitého? (2010 kJ)